

01.

Quando o equilíbrio é alcançado, as concentrações dos participantes ficam constantes, e para saber seu valor em mol/L faz-se:

$$[A] = \frac{4 \text{ mol}}{4,0 \text{ L}} = 1,0 \text{ mol/L} \quad \text{:::} \quad [B] = \frac{6 \text{ mol}}{4,0 \text{ L}} = 1,5 \text{ mol/L} \quad \text{:::} \quad [C] = \frac{2 \text{ mol}}{4,0 \text{ L}} = 0,5 \text{ mol/L}$$

Para a reação mostrada, a constante de equilíbrio fica como mostrada abaixo.

$$K_c = \frac{[B]^3 \times [C]}{[A]^2} = \frac{(1,5)^3 \times (0,5)}{(1,0)^2} \cong 1,7$$

02.

Quando o equilíbrio é alcançado, as concentrações dos participantes ficam constantes, e para saber seu valor em mol/L faz-se:

$$[\text{NH}_3] = \frac{4 \text{ mol}}{5,0 \text{ L}} = 0,8 \text{ mol/L} \quad \text{:::} \quad [\text{H}_2] = \frac{6 \text{ mol}}{5,0 \text{ L}} = 1,2 \text{ mol/L} \quad \text{:::} \quad [\text{N}_2] = \frac{2 \text{ mol}}{5,0 \text{ L}} = 0,4 \text{ mol/L}$$

Para a reação mostrada, a constante de equilíbrio fica como mostrada abaixo.

$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^3 \times [\text{N}_2]}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{(1,2)^3 \times (0,4)}{(0,8)^2} = 1,08$$

03.

Para a reação mostrada, a constante de equilíbrio fica como mostrada abaixo.

$$K_p = \frac{p[\text{PCl}_3] \times p[\text{Cl}_2]}{p[\text{PCl}_5]} = \frac{0,30 \times 0,10}{0,15} = 0,20$$

04.

A constante de equilíbrio $K = 1/[\text{O}_2]^3$, indica que a reação correspondente deve conter nos produtos substâncias puras (sólidas ou líquidas) e que por isso não aparecerão na expressão de K_c . Além do mais, nos reagentes deve aparecer o gás oxigênio com coeficiente 3, conforme sugere o item E da questão.

05.

A expressão $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$, terá $K_p = K_c$ se $\Delta n = 0$, isto é, se a quantidade de produtos gasosos for igual à quantidade de reagentes no mesmo estado físico. Esta solução está de acordo com aquilo contido no item A da questão.

06.

Para a reação citada, $\Delta n = 1 - 2 = -1$. Como $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$, tem-se que $K_p = K_c (RT)^{-1}$, o que conduz a $K_c/K_p = RT$.

07.

Um equilíbrio é um estágio dinâmico no qual os reagentes estão sempre formando produtos e estes restituindo os reagentes, o que invalida o item A. Desta forma, as características macroscópicas do sistema permanecem inalteradas, o que torna incorreto o item B. Não há equilíbrio com grau de reação igual a 100% (1), pois não há como converter totalmente o reagente em produto e assim também estão errados os itens D e E.

A variação de energia livre (ΔG) de uma reação é dada por $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, em que ΔS é a variação de entropia e $T\Delta S$ é a energia de organização. Quando o sistema alcança o equilíbrio, $\Delta G = 0$, de modo que $\Delta H = T\Delta S$, o que torna correto o item B.

08.

A reação que ocorre, bem como as concentrações dos participantes desde o instante inicial até se alcançar o equilíbrio, é relatada no quadro abaixo.

	$H_2 (g)$	+	$I_2 (g)$	\rightleftharpoons	$2 HI (g)$
Início	1,0 mol/L		1,0 mol/L		0
Varição	- x		- x		+ 2x
Equilíbrio	1,0 - x		1,0 - x		2x

Para uma constante de equilíbrio $K = 49$, podemos encontrar o valor de x.

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = 49 = \frac{(2x)^2}{(1-x)^2} \quad \dots\dots\dots \quad 7 = \frac{2x}{1-x} \quad \dots\dots \quad x = 7/9$$

A concentração de HI no equilíbrio é dada por 2x, portanto $14/9 = 1,56$ mol/L.

09.

A reação que ocorre, bem como as concentrações dos participantes desde o instante inicial até se alcançar o equilíbrio, é relatada no quadro abaixo.

	CO (g)	+	$\text{H}_2\text{O (g)}$	\rightleftharpoons	$\text{CO}_2 \text{ (g)}$	+	$\text{H}_2 \text{ (g)}$
Início	x		x		0		0
Varição	- 9		- 9		+ 9		+ 9
Equilíbrio	x - 9		x - 9		9		9

Para uma constante de equilíbrio $K = 324$, podemos encontrar o valor de x.

$$K = \frac{[\text{CO}_2] \times [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \times [\text{H}_2\text{O}]} = 324 = \frac{(9)^2}{(x - 9)^2} \quad \therefore \quad 18 = \frac{9}{x - 9} \quad \therefore \quad x = 9,5$$

A concentração de CO no equilíbrio é dada por $X - 9$, portanto 0,5 mol/L.

10.

A reação que ocorre, bem como as concentrações dos participantes desde o instante inicial até se alcançar o equilíbrio, é relatada no quadro abaixo.

	$\text{PCl}_5 \text{ (g)}$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3 \text{ (g)}$	+	$\text{Cl}_2 \text{ (g)}$
Início	1,0 mol/L		0		0
Varição	- 0,47 mol/L		+ 0,47 mol/L		+ 0,47 mol/L
Equilíbrio	0,53 mol/L		0,47 mol/L		0,47 mol/L

Vamos encontrar o valor da constante de equilíbrio a partir das concentrações.

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \times [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,47 \times 0,47}{0,53} = 0,42$$

11.

Para um número de mol "n" de $\text{N}_2 \text{ (g)}$ presente no estado de equilíbrio, as concentrações dos participantes ficam:

$$[\text{NH}_3] = \frac{4,55 \text{ mol}}{7,0 \text{ L}} = 0,65 \text{ mol/L} \quad \therefore \quad [\text{H}_2] = \frac{3,71 \text{ mol}}{7,0 \text{ L}} = 0,53 \text{ mol/L} \quad \therefore \quad [\text{N}_2] = \frac{n \text{ mol}}{7,0 \text{ L}}$$

Para a reação mostrada, a constante de equilíbrio fica como mostrada abaixo.

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 \times [\text{N}_2]} \quad \therefore \quad 69 = \frac{(0,65)^2}{(0,53)^3 \times (n/7)} \quad \therefore \quad n = 0,288$$

12.

Partindo-se de 1,0 mol/L de PCl_5 com grau de dissociação 80% (0,8), a quantidade deste reagente que é consumida é de $0,8 \times 1,0 \text{ mol/L} = 0,8 \text{ mol/L}$. A reação que ocorre, bem como as concentrações dos participantes desde o instante inicial até se alcançar o equilíbrio, é relatada no quadro abaixo.

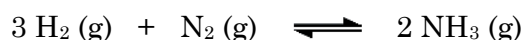
Início	1,0 mol/L	0	0
Variação	- 0,80 mol/L	+ 0,80 mol/L	+ 0,80 mol/L
Equilíbrio	0,20 mol/L	0,80 mol/L	0,80 mol/L

Vamos encontrar o valor da constante de equilíbrio a partir das concentrações.

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \times [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,80 \times 0,80}{0,20} = 3,20$$

13.

Numa mistura de gases N_2 , H_2 e NH_3 , com pressão total de 2,80 atm, sendo $p[\text{N}_2] = 0,8 \text{ atm}$ e $p[\text{H}_2] = 0,4 \text{ atm}$, espera-se que $p[\text{NH}_3] = 1,6 \text{ atm}$.



Para a reação mostrada acima, a constante de equilíbrio é dada por:

$$K_p = \frac{p[\text{NH}_3]^2}{p[\text{H}_2]^3 \times p[\text{N}_2]} = \frac{(1,6)^2}{(0,4)^3 \times 0,80} = 50$$

14.

Vamos determinar a pressão inicial do gás amônia num recipiente de 2,46L a 327°C (600K).

$$P(\text{atm}) = 10,2 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g}} \times \frac{0,082 \text{ atm} \times \text{L}}{\text{mol} \times \text{K}} \times \frac{600 \text{ K}}{2,46 \text{ L}} = 12 \text{ atm NH}_3$$

Considerando um grau de equilíbrio " α ", vamos montar a reação até o equilíbrio.

Início	12 atm	0	0
Variação	- 12 α	+ 6 α	+ 18 α
Equilíbrio	12 - 12 α	6 α	18 α

No equilíbrio, para uma pressão total de 16,8 atm têm-se:

$$12 - 12\alpha + 6\alpha + 18\alpha = 16,8 \quad \text{.....} \quad \alpha = 0,4 \text{ ou } \mathbf{40\%}$$



Início	0,5 mol/L	0
Varição	- 0,20 mol/L	+ 0,40 mol/L
Equilíbrio	0,30 mol/L	0,40 mol/L

Vamos encontrar o valor da constante de equilíbrio a partir das concentrações.

$$K_c = \frac{[\text{I}]^2}{[\text{I}_2]} = \frac{(0,40)^2}{0,30} = 0,53$$

18.



Início	150×10^{-4} mol/L	0
Varição	- $142,5 \times 10^{-4}$ mol/L	$142,5 \times 10^{-4}$ mol/L
Equilíbrio	$7,5 \times 10^{-4}$ mol/L	$142,5 \times 10^{-4}$ mol/L

Vamos encontrar o valor da constante de equilíbrio a partir das concentrações.

$$K_c = \frac{[\text{G6P}]}{[\text{G1P}]} = \frac{142,5 \times 10^{-4}}{7,5 \times 10^{-4}} = 19$$

19.

Uma vez que a quantidade de reagentes gasosos é equivalente a quantidade de produtos neste mesmo estado físico, temos nula a variação de mols gasosos ($\Delta n = 0$). Pela relação $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$, teremos $K_p = K_c$, com $K_p = 50$.

20.

Para a reação mostrada, a expressão da constante de equilíbrio K_p é dada por $K_p = 1/p[\text{CO}_2]$. Deste modo, $K_p = 1 / 4 \times 10^{-2}$, de modo que $K_p = 100/4 = 25$.

21.

Como os volumes de NH_3 (g) e HCl (g) são iguais, suas pressões parciais também o serão. Sendo a pressão total 1,0 atm, cada gás exerce 0,5 atm de pressão. Pela equação mostrada na questão, podemos encontrar a constante de pressão (K_p) como:

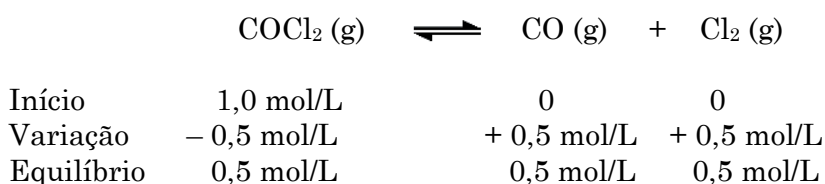
$$K_p = \frac{1}{p[\text{NH}_3] \times p[\text{HCl}]} = \frac{1}{0,5 \times 0,5} = 4,0$$

22.

A constante da reação inversa é numericamente igual ao inverso do valor da constante da reação direta, neste caso $K_c = 1 / 9,8 \times 10^{18} \cong 10^{-19}$.

23.

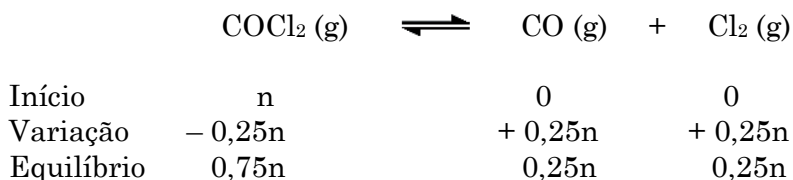
Partindo-se de 1,0 mol de COCl_2 presente num recipiente de 1,0L, sua concentração inicial é de 1,0 mol/L. Para um grau de dissociação 50% (0,5), a quantidade deste reagente que é consumida é de $0,5 \times 1,0 \text{ mol/L} = 0,5 \text{ mol/L}$. A reação que ocorre, bem como as concentrações dos participantes desde o instante inicial até se alcançar o equilíbrio, é relatada no quadro abaixo.



Vamos encontrar o valor da constante de equilíbrio a partir das concentrações.

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \times [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{0,5 \times 0,5}{0,5} = 0,5$$

Como a temperatura não muda, a constante de equilíbrio permanece a mesma. Partindo-se de "n" mol/L, um grau de dissociação 25% (0,25) indica consumo de 0,25 n do mesmo, de modo que a tabela de equilíbrio fica.

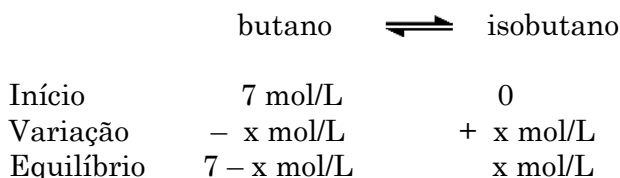


Vamos encontrar o valor de "n" a partir do valor da constante K_c .

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \times [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{0,25n \times 0,25n}{0,75n} = 0,5 \quad \text{.....} \quad n = 6$$

24.

Se 140 mol de butano estão dispersos em 20 L, a concentração inicial deste reagente deve ser de 7,0 mol/L. A reação que ocorre, bem como as concentrações dos participantes desde o instante inicial até se alcançar o equilíbrio, é relatada no quadro abaixo.



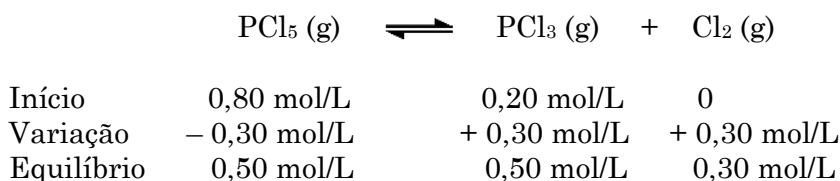
Vamos encontrar o valor de “x” a partir da constante de equilíbrio.

$$K_c = \frac{[\text{isobutano}]}{[\text{butano}]} = 2,5 = \frac{x}{7 - x} \quad \therefore \quad x = 5$$

Desta forma, a concentração final de butano (7 - x) fica 2 mol/L. Num recipiente com 20 L deste gás devem estar contidos 40 mol dele no equilíbrio.

25.

A reação que ocorre, bem como as concentrações dos participantes desde o instante inicial até se alcançar o equilíbrio, é relatada no quadro abaixo.

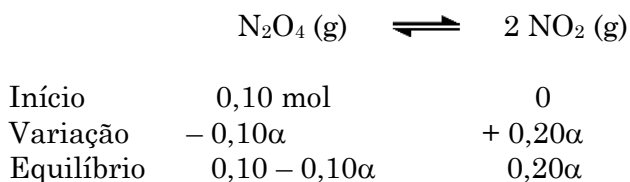


Vamos encontrar o valor da constante de equilíbrio a partir das concentrações.

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \times [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,50 \times 0,30}{0,50} = 0,30$$

26.

Partindo-se de 0,10 mol de N_2O_4 (g) presente num recipiente de 10,08 L, para um grau de dissociação “ α ”, a quantidade deste reagente que é consumida é de $\alpha \times 0,10 \text{ mol} = 0,10\alpha \text{ mol}$. A reação que ocorre, bem como as concentrações dos participantes desde o instante inicial até se alcançar o equilíbrio, é relatada no quadro abaixo.



No equilíbrio o total de mol gasosos é de $0,10 + 0,10\alpha$. O valor de α pode ser encontrado, a 546°C (819K), a partir das características do gás por meio da sua equação $PV = nRT$, como mostrado a seguir.

$$PV = nRT$$

$$1 \times 10,08 = (0,10 + 0,10\alpha) \times 0,082 \times 819$$

$$0,10 + 0,10\alpha = 0,15$$

$$0,10\alpha = 0,05$$

$$\alpha = 0,5 \text{ ou } 50\%$$

27.

Quando uma reação tem seus coeficientes multiplicados por um fator “x”, a constante de equilíbrio fica elevada a este fator. Na questão em pauta, a reação tem seus coeficientes dobrados, o que faz com que sua constante, inicialmente igual a 8, seja elevada ao quadrado, chegando ao valor 64, conforme mostrado no item D.

28.

Como há apenas 1 gás na equação, têm-se que $\Delta n = 1$, o que deixa $K_p = K_c(RT)^1$.

29.

Partindo-se de 1,0 mol de A_2B_4 presente num recipiente de 1,0 L, sua concentração inicial é de 1,0 mol/L. Para um grau de dissociação “ α ”, a quantidade deste reagente que é consumida é de $\alpha \times 1,0 \text{ mol/L} = \alpha \text{ mol/L}$. A reação que ocorre, bem como as concentrações dos participantes desde o instante inicial até se alcançar o equilíbrio, é relatada no quadro abaixo.



Início	1,0 mol/L	0
Varição	$-\alpha$	$+ 2,0\alpha$
Equilíbrio	$1,0 - \alpha$	$2,0\alpha$

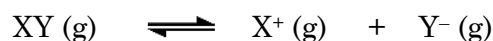
Aplicando-se a expressão de K, teremos:

$$K = \frac{[AB_2]^2}{[A_2B_4]} = 14 \quad \text{.....} \quad 14 = \frac{(2\alpha)^2}{1 - \alpha} \quad \text{.....} \quad 4\alpha^2 + 14\alpha - 14 = 0$$

Resolvendo-se a equação do segundo grau acima, chega-se a $\alpha = 0,8117$, portanto, temos $\alpha = 81,17\%$ como resposta satisfatória.

30.

Para uma pressão inicial de XY (g) igual a “P”, para um grau de equilíbrio “ α ”, pode-se dizer que a quantidade dissociada deste gás é “ αP ”. A reação que ocorre, bem como as concentrações dos participantes desde o instante inicial até se alcançar o equilíbrio, é relatada no quadro abaixo.



Início	P	0	0
Varição	$-\alpha P$	$+\alpha P$	$+\alpha P$
Equilíbrio	$P - \alpha P$	αP	αP

A pressão total destes gases fica sendo $P + \alpha P$. Vamos encontrar o valor da constante de equilíbrio a partir das quantidades de equilíbrio.

$$K_p = \frac{p[X^+] \times p[Y^-]}{p[XY]} = \frac{\alpha P \times \alpha P}{P - \alpha P} = \frac{\alpha^2 P}{1 - \alpha}$$

Como a pressão total é 8 vezes maior que K_p , temos que:

$$P + \alpha P = 8 \frac{\alpha^2 P}{1 - \alpha} \quad \dots\dots\dots \quad P(1 + \alpha) = \frac{8\alpha^2 P}{1 - \alpha} \quad \dots\dots\dots \quad 1 - \alpha^2 = 8\alpha^2$$

$$\alpha = 1/3 \text{ ou } 33\%$$

31.

$$K_c = \frac{[AB_3]^2}{[A_2] \times [B_2]^3} = \frac{0,60 \times 0,60}{0,20 \times 0,20 \times 0,20 \times 0,20} \cong 225$$

32.

A reação que ocorre, bem como as concentrações dos participantes desde o instante inicial até se alcançar o equilíbrio, é relatada no quadro abaixo.



Início	10,0 mol/L	0	0
Varição	$-8,0 \text{ mol/L}$	$+8,0 \text{ mol/L}$	$+8,0 \text{ mol/L}$
Equilíbrio	2,0 mol/L	8,0 mol/L	8,0 mol/L

Vamos encontrar o valor da constante de equilíbrio a partir das concentrações.

$$K_c = \frac{[H_2] \times [CO]}{[HCHO]} = \frac{8,0 \times 8,0}{2,0} = 32$$